



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE CAMPINA GRANDE**

UNIDADE ACADÊMICA DE ENGENHARIA QUÍMICA

DISCIPLINA: 1107232

**QUÍMICA GERAL**



# ESTEQUIOMETRIA

**Profa. Jacqueline do Carmo Barreto**

[jacqueline.carmo@professor.ufcg.edu.br](mailto:jacqueline.carmo@professor.ufcg.edu.br)

**Campina Grande, 2022**

*Profa. Jacqueline do Carmo Barreto*

# *O QUE SERÁ ABORDADO...*

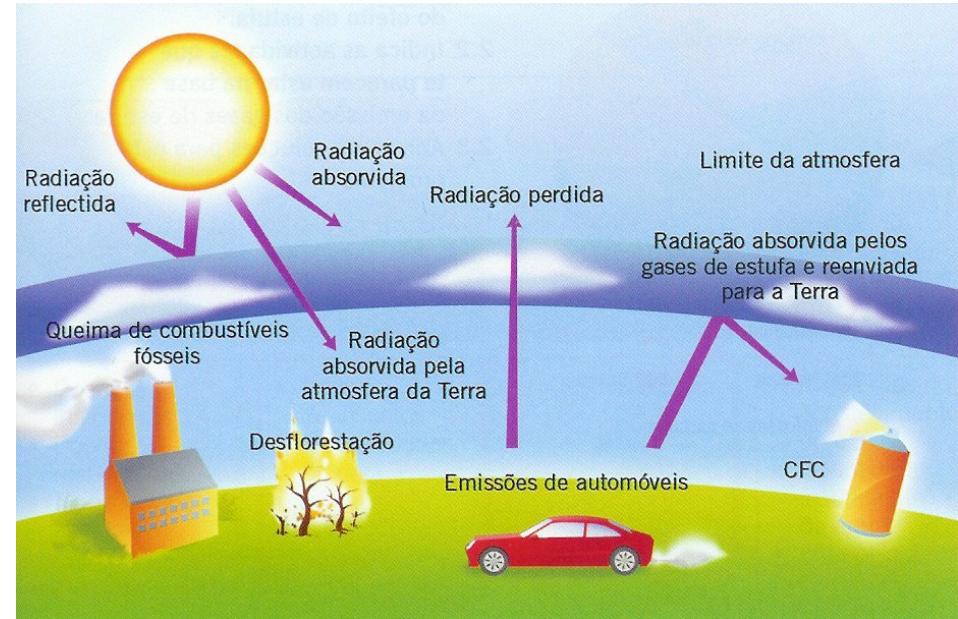
---



- Estequiometria: Definição e equações químicas;
- Balanceamento de equações químicas;
- Reações de combinação e decomposição;
- Mol, unidade de massa atômica, massa atômica, massa molecular;
- Informações quantitativas a partir de equações balanceadas.

# Estequiométria

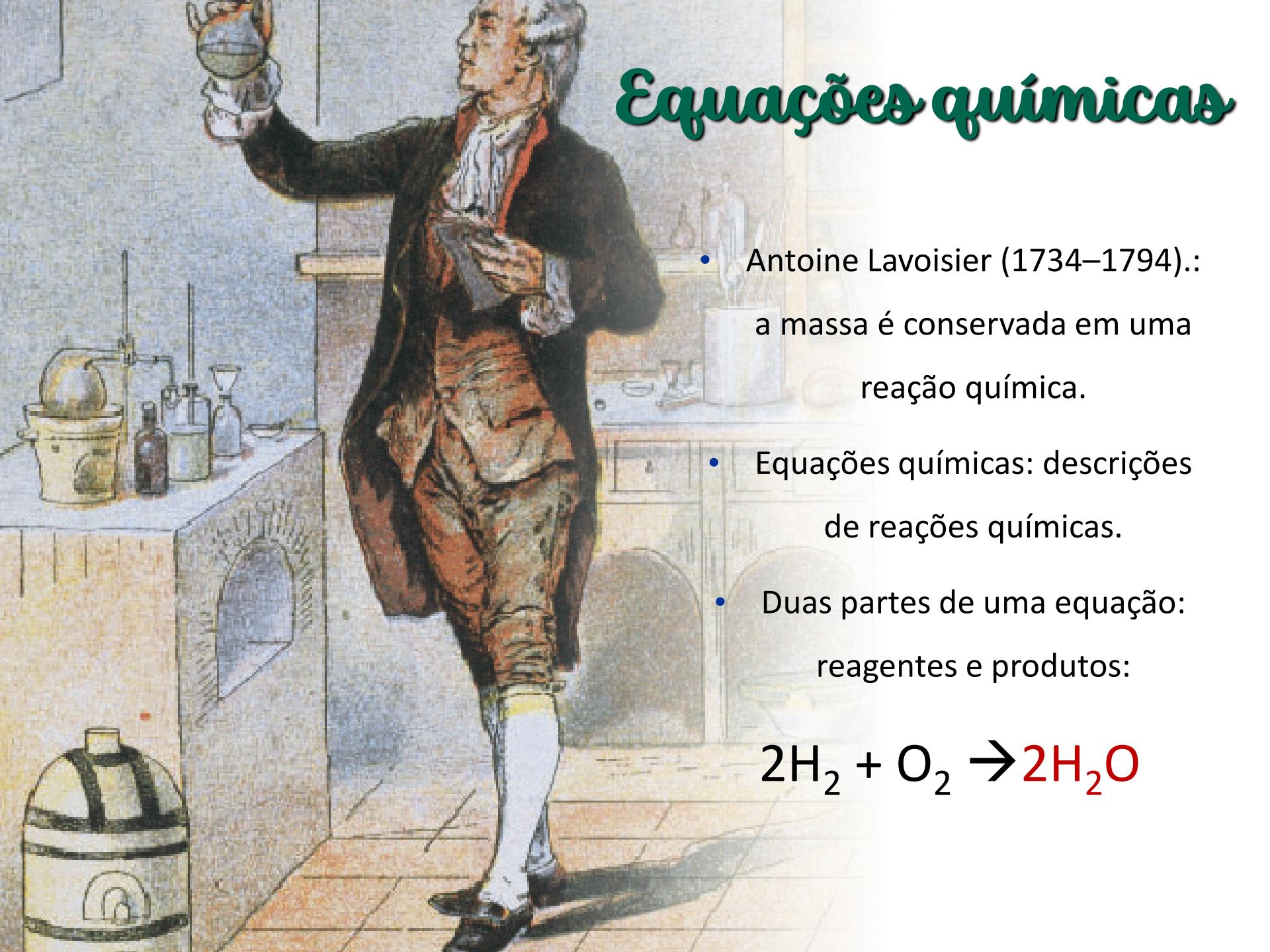
- A **ESTEQUIOMETRIA** é o campo de estudo que examina as quantidades das substâncias consumidas e produzidas nas reações químicas.



- A estequiometria (do grego, *stoicheion* = “elemento” e *metron* = “medida”) fornece um conjunto essencial de ferramentas amplamente utilizadas em química que tem diversas aplicações, como na medição das concentrações de ozônio na atmosfera e na abordagem de diferentes processos para converter carvão em combustíveis gasosos.

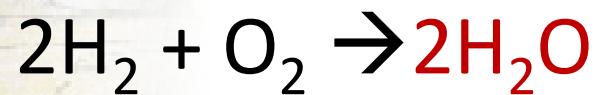
# ESTEQUIOMETRIA

A relação quantitativa entre as quantidades de reagentes consumidos e as quantidades de produtos formados nas reações químicas expressas pela equação química balanceada da reação.



# Equações químicas

- Antoine Lavoisier (1734–1794)::  
a massa é conservada em uma  
reação química.
- Equações químicas: descrições  
de reações químicas.
- Duas partes de uma equação:  
reagentes e produtos:



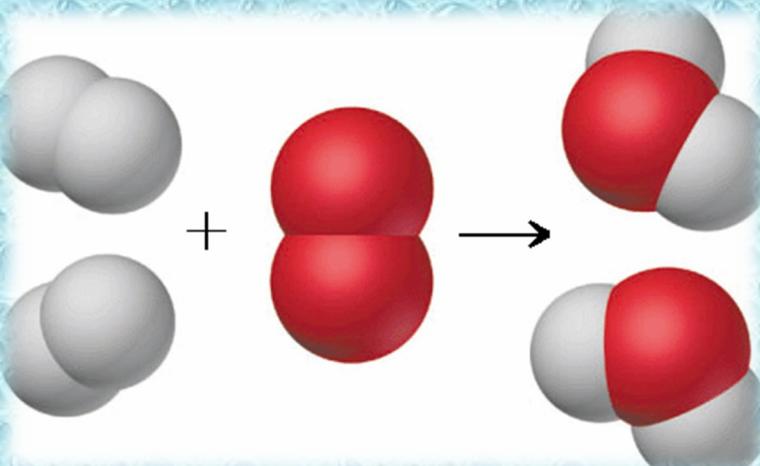
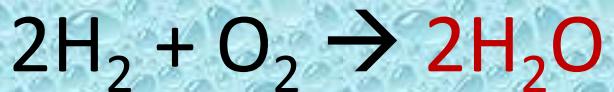
# Equações químicas

**Lei da conservação da massa**, a qual determina que a massa total dos produtos de uma reação química é igual à massa total dos reagentes.

Os mesmos números de átomos de cada tipo estão presentes antes e depois de uma reação química.

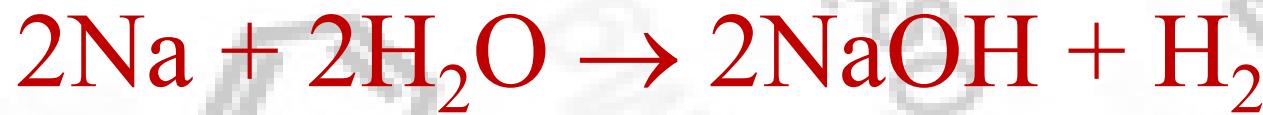
# Equações químicas

- A equação química para a formação da água pode ser visualizada como duas moléculas de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio para formar duas moléculas de água:



# Equações químicas

O foco será tanto no uso de fórmulas químicas para representar reações, quanto na informação quantitativa que podemos obter a respeito das quantidades das substâncias envolvidas nessas reações.



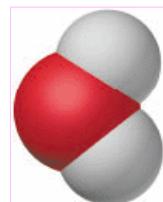
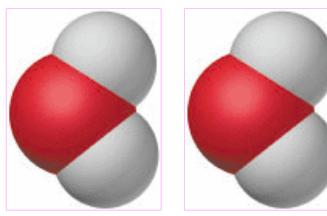
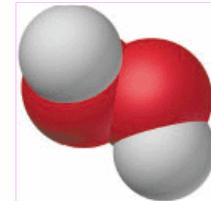
# Equações químicas

- Coeficientes estequiométricos: são os números na frente das fórmulas químicas; fornecem a proporção de reagentes e produtos.

Uma **equação química** balanceada apresenta igual número de átomos de cada elemento de cada lado da equação.

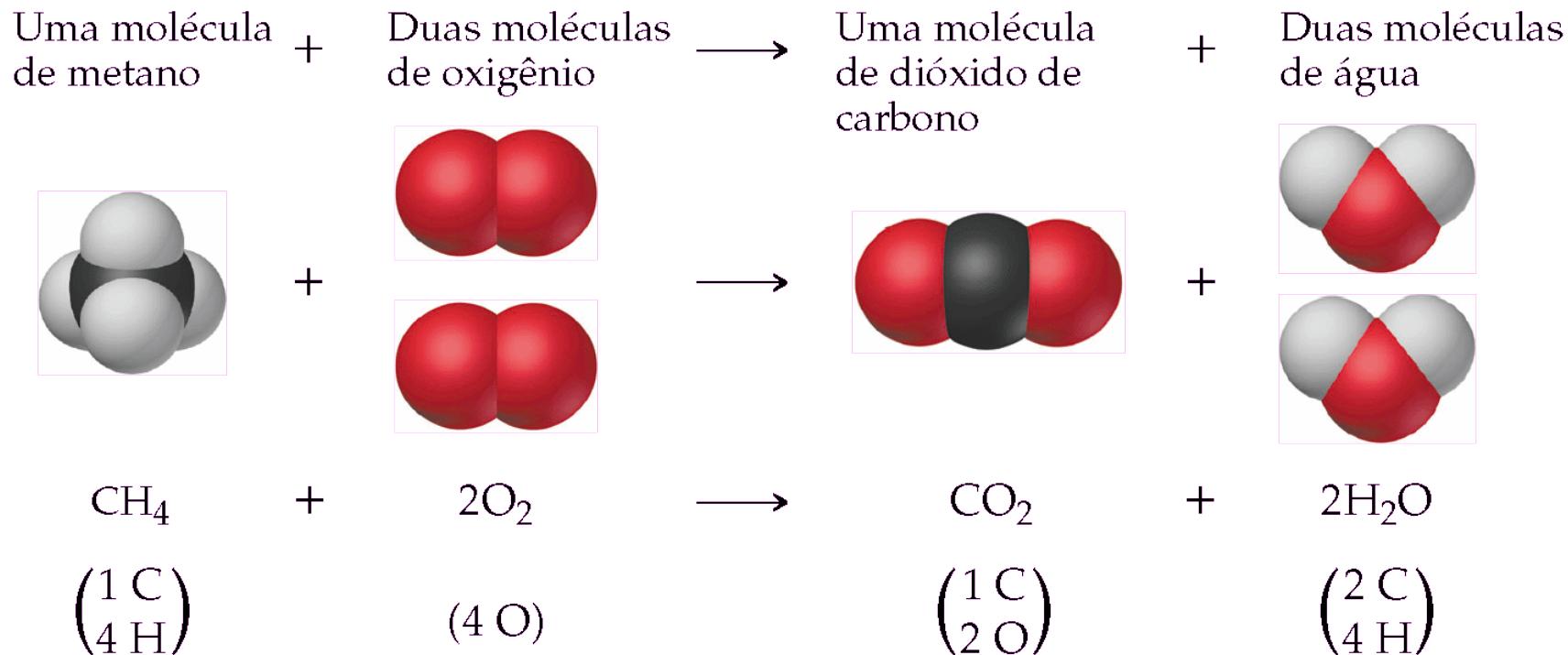
Para balancear uma equação, deve-se colocar coeficientes na frente das fórmulas químicas de **reagentes e produtos** de uma reação, e *não* mediante a alteração dos subscritos (índices) em fórmulas químicas.

# Equações químicas

Símbolo químico	Significado	Composição
$H_2O$	Uma molécula de água:	
$2H_2O$	Duas moléculas de água:	
$H_2O_2$	Uma molécula de peróxido de hidrogênio:	

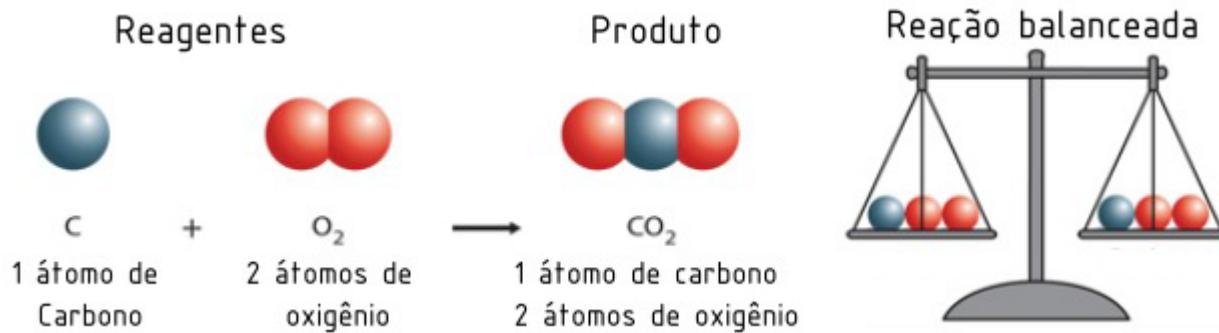
# *Equações químicas*

- **Lei da conservação da massa:** a matéria não pode ser perdida em nenhuma reação química.



# Equações Químicas Balanceadas

*Uma equação química expressa uma reação química em termos das fórmulas químicas. Os coeficientes estequiométricos são escolhidos de modo a mostrar que os átomos não são criados nem destruídos na reação.*



- ✓ Método das tentativas
- ✓ Método algébrico

(A)



(B)

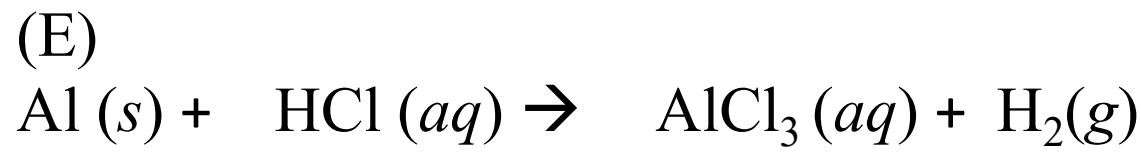


(C)



(D)





(F)

Quando o alumínio é fundido e aquecido com óxido de bário sólido, ocorre uma reação vigorosa e se formam bártio elementar fundido e óxido de alumínio sólido. Escreva a equação química balanceada da reação.

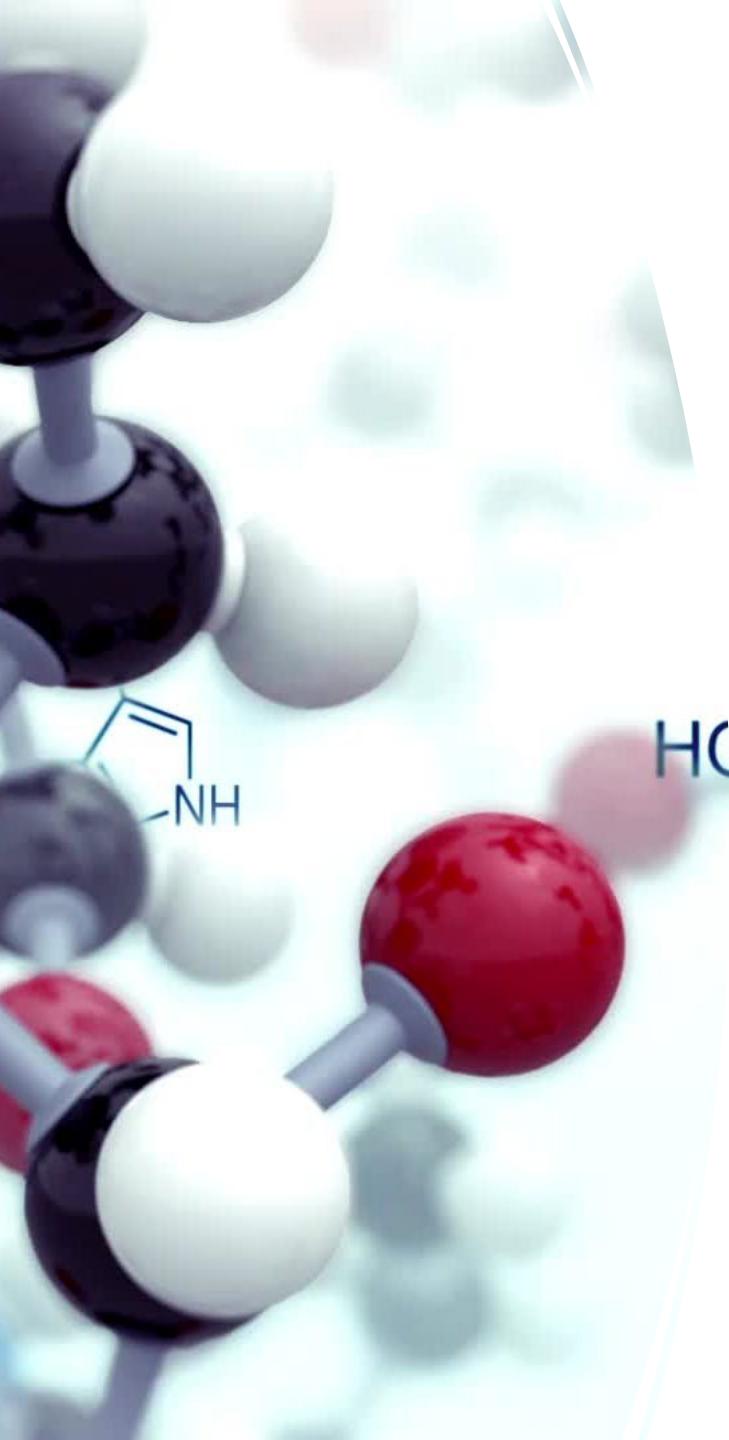
(G)

Escreva a equação balanceada da reação do nitrito de magnésio sólido com o ácido sulfúrico para formar sulfato de magnésio em água e sulfato de amônio em água.



# Massas moleculares

Fórmulas e equações químicas carregam um significado *quantitativo*, pois os subscritos nas fórmulas (índices) e os coeficientes nas equações representam quantidades precisas. A fórmula  $\text{H}_2\text{O}$  indica que uma molécula dessa substância (água) contém exatamente dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Da mesma forma, os coeficientes de uma equação química balanceada indicam as quantidades relativas de reagentes e produtos. No entanto, como podemos relacionar o número de átomos ou moléculas às quantidades medidas no laboratório? Se você quiser que o hidrogênio e o oxigênio reajam na proporção certa para formar o  $\text{H}_2\text{O}$ , como você se certificaria de que os reagentes contêm uma proporção 2:1 de átomos de hidrogênio para átomos de oxigênio? Não é possível contar átomos ou moléculas específicos, mas podemos determinar, indiretamente, a quantidade deles, se suas massas forem conhecidas. Assim, caso fosse preciso calcular as quantidades dos reagentes necessários para obter uma determinada quantidade de produto ou extrapolar a informação quantitativa de uma fórmula ou equação química, precisaríamos saber mais sobre as massas de átomos e moléculas.



# Massa molecular

## Massa molecular e peso fórmula

A massa molecular (MF): é a soma de Massa Atômica para os átomos na fórmula.

$$\begin{aligned} \text{MM } (\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2(\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4(\text{MA do O}) \\ &= 2(1,0 \text{ u}) + (32,1 \text{ u}) + 4(16,0 \text{ u}) \\ &= 98,1 \text{ u} \end{aligned}$$

A massa molecular (MM) é a massa da fórmula molecular.

$$\begin{aligned} \text{MM de } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6(12,0 \text{ u}) + 12(1,0 \text{ u}) + 6(16,0 \text{ u}) = \\ &= 180,0 \text{ u} \end{aligned}$$

**Massa molecular** A massa da coleção de átomos representados por uma fórmula química. Por exemplo, o peso da fórmula de  $\text{NO}_2$  (46,0 *uma*) é a soma das massas de um átomo de nitrogênio e dois átomos de oxigênio.

**Massa molar:** A massa de um mol de uma substância em gramas; é numericamente igual à massa molecular em unidades de massa atômica

(I)

Calcule a massa molecular (a) da sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (açúcar de mesa); e (b) do nitrato de cálcio,  $Ca(NO_3)_2$ .

(J)

Qual dos itens a seguir é o valor correto da massa molecular do fosfato de cálcio? (a) 310,2 *uma*, (b) 135,1 *uma*, (c) 182,2 *uma*, (d) 278,2 *uma*, (e) 175,1 *uma*

(K)

Calcule a massa molecular de **(a)** Al(OH)<sub>3</sub>, **(b)** CH<sub>3</sub>OH, **(c)** TaON.

# O mol

**Mol:** medida conveniente de quantidades químicas.

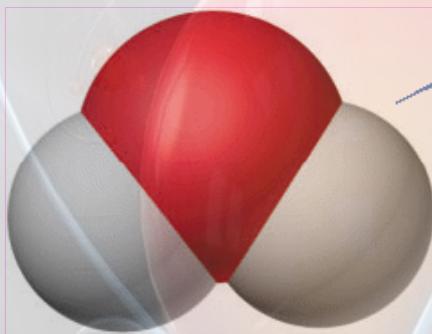
- 1 mol de algo =  $6,0221421 \times 10^{23}$  daquele algo.
- Experimentalmente, 1 mol de  $^{12}\text{C}$  tem uma massa de 12 g.

## Massa molar

- Massa molar: é a massa em gramas de 1 mol de substância ( $\text{g/mol}$ ,  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).
- A massa de 1 mol de  $^{12}\text{C}$  = 12 g.

*Q mol*

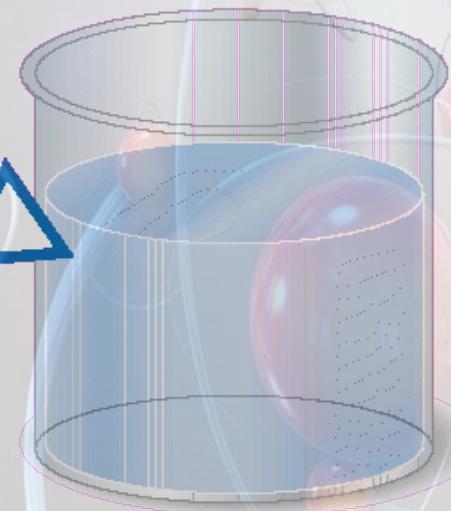
Molécula única



1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$   
(18,0 *u*)

Número de  
Avogadro  
de moléculas  
( $6,02 \times 10^{23}$ )

Amostra de  
escala laboratorial

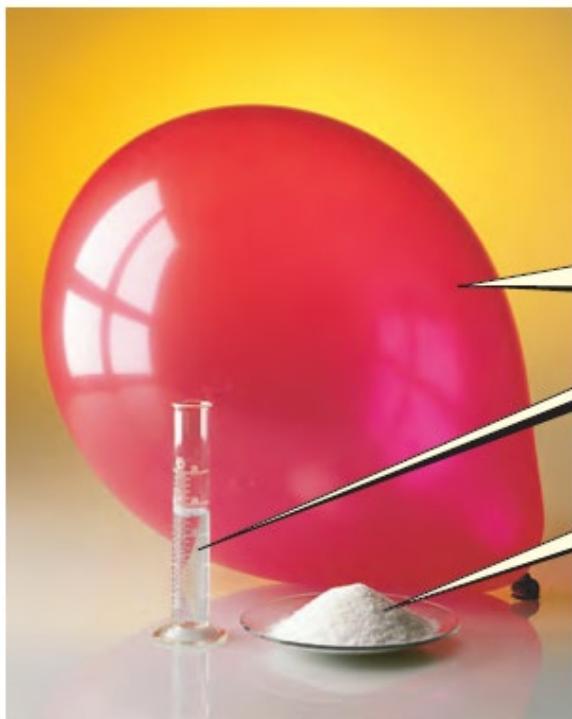


1 mol  $\text{H}_2\text{O}$   
(18,0 g)

# 0 mol

TABELA 3.2 Relações molares

Nome	Fórmula	Massa molecular ( <i>u</i> )	Massa molar (g/mol)	Número e tipo de partículas em um mol
Nitrogênio atômico	N	14,0	14,0	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrogênio molecular	$N_2$	28,0	28,0	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de $N_2$ $2(6,022 \times 10^{23})$ átomos de N
Prata	Ag	107,9	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Íons prata	$Ag^+$	107,9 <sup>a</sup>	107,9	$6,022 \times 10^{23}$ íons $Ag^+$
Cloreto de bário	$BaCl_2$	208,2	208,2	$6,022 \times 10^{23}$ unidades de $BaCl_2$ $6,022 \times 10^{23}$ íons $Ba^{2+}$ $2(6,022 \times 10^{23})$ íons $Cl^-$



# O mol

I mol de O<sub>2</sub>(g) tem massa de 32,0 g.

I mol H<sub>2</sub>O(l) tem massa de 18,0 g.

I mol NaCl(s) tem massa de 58,45 g.

Em cada caso, a massa em gramas de 1 mol, isto é, a massa molar, é numericamente igual à massa molecular em unidades de massa atômica. Cada uma dessas amostras contém  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de fórmula.

A massa atômica de um elemento em unidades de massa atômica é numericamente igual à massa em gramas de 1 mol desse elemento

A massa molar em gramas por mol de toda e qualquer substância é numericamente igual à sua massa molecular em unidades de massa atômica, uma.



# O mol

## Conversões entre massas, mols e número de partículas

- Massa molar: é a soma das massas molares dos átomos:  
massa molar de  $\text{N}_2 = 2 \times$  (a massa molar de N).
- As massas molares para os elementos são encontradas na tabela periódica.
- As massas moleculares são numericamente iguais às massas molares.



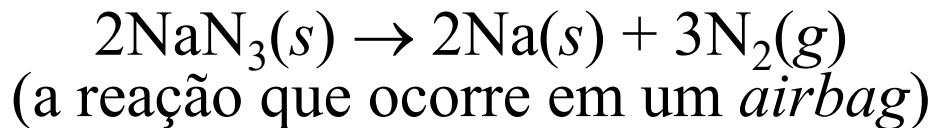
# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

- **As reações de combinação** têm menos produtos do que reagentes:



- O Mg combina-se com o O<sub>2</sub> para formar o MgO.
- **As reações de decomposição** têm menos reagentes do que produtos:



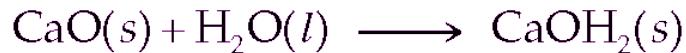
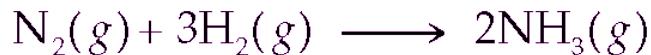
- O NaN<sub>3</sub> se decompôs em Na e N<sub>2</sub> gasoso.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reações de combinação e decomposição

TABELA 3.1 Reações de combinação e decomposição

### Reações de combinação



Dois reagentes se combinam para formar um único produto. Muitos elementos reagem com outros dessa maneira para formar compostos.

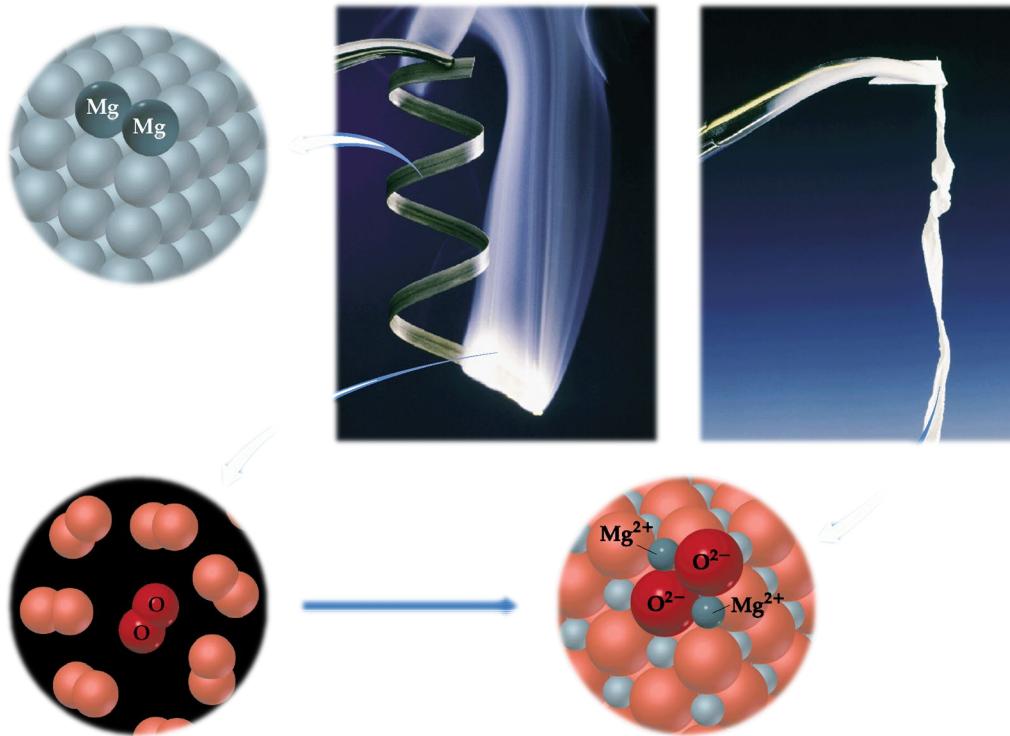
### Reações de decomposição



Um único reagente quebra-se para formar duas ou mais substâncias. Muitos compostos reagem dessa maneira quando aquecidos.

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reação de combinação



A fita de magnésio metálico está imersa no ar, cercada de gás oxigênio.

Reagentes



Uma intensa chama é produzida à medida que os átomos de Mg reagem com o O<sub>2</sub>.

A reação produz o MgO, um sólido branco e iônico.

Produtos

# Alguns padrões simples de reatividade química

## Reação de decomposição

A decomposição da azida de sódio ( $\text{NaN}_3$ ) libera rapidamente  $\text{N}_2(\text{g})$ , por isso essa reação é utilizada para inflar *air bags* de automóveis.

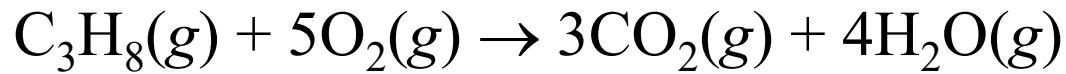
O sistema é projetado de modo que um impacto acione um dispositivo detonador, que, por sua vez causa a decomposição explosiva do  $\text{NaN}_3$ . Uma pequena quantidade de  $\text{NaN}_3$  (cerca de 100 g) é suficiente para produzir uma grande quantidade de gás (aproximadamente 50 L).



# Alguns padrões simples de reatividade química

## Combustão ao ar

A combustão é a queima de uma substância em oxigênio do ar:



(K)

Escreva a equação balanceada para a reação que ocorre quando o metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}(l)$ , entra em combustão no ar.

(L)

Escreva a equação balanceada para a reação que ocorre quando o etilenoglicol,  $C_2H_4(OH)_2$ , entra em combustão no ar.

- (a)  $C_2H_4(OH)_2(l) + 5/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$
- (b)  $2 C_2H_4(OH)_2(l) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 6 H_2O(g)$
- (c)  $C_2H_4(OH)_2(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$
- (d)  $C_2H_4(OH)_2(l) + 5 O(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$
- (e)  $4 C_2H_4(OH)_2(l) + 10 O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 12 H_2O(g)$

(M)

Escreva a equação balanceada da reação que ocorre quando o etanol,  $C_2H_5OH(l)$ , entra em combustão no ar.



Quando sabemos escrever e balancear as equações químicas, podemos obter alguns dados sobre as fórmulas químicas das substâncias que participam das reações, assim como podemos obter informações sobre as relações quantitativas como:

- A composição percentual de cada elemento nas fórmulas químicas;
- A fórmula mínima ou empírica das substâncias;
- Informações quantitativas através dos cálculos estequiométricos possíveis pela análise das equações平衡adas;
- Cálculo de reagentes limitantes;
- Cálculos de rendimentos teóricos e percentuais de reações.

# 1. Composição Percentual a partir das Fórmulas Químicas

$$\text{composição percentual do elemento} = \frac{\left( \begin{array}{c} \text{número de átomos} \\ \text{do elemento} \end{array} \right) \left( \begin{array}{c} \text{massa atômica} \\ \text{do elemento} \end{array} \right)}{\text{massa molecular da substância}} \times 100\%$$

# 1. Composição Percentual a partir das Fórmulas Químicas

Calcule a percentagem de carbono, hidrogênio e oxigênio (em massa) no  $C_{12}H_{22}O_{11}$

$$\%C = \frac{(12)(12,0) \text{ uma}}{342,0 \text{ uma}} \times 100\% = 42,1 \%$$

$$\%H = \frac{(22)(1,0) \text{ uma}}{342,0 \text{ uma}} \times 100\% = 6,4\%$$

$$\%O = \frac{(11)(16,0) \text{ uma}}{342,0 \text{ uma}} \times 100\% = 51,5\%$$

(N)

Qual é a percentagem em massa de nitrogênio no nitrato de cálcio? **(a)** 8,54%, **(b)** 17,1%, **(c)** 13,7%, **(d)** 24,4%, **(e)** 82,9%.

(O)

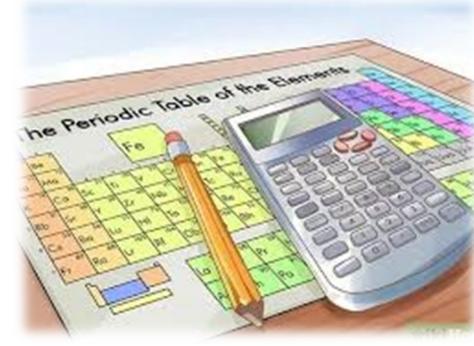
Calcule a percentagem em massa de potássio no  $K_2PtCl_6$ .

## 2. Cálculo de fórmulas mínimas

A fórmula empírica de uma substância fornece o número relativo de átomos de cada elemento. Por exemplo, a fórmula empírica H<sub>2</sub>O mostra que na água há dois átomos de H para cada átomo de O.

Essa razão é aplicada também no nível molar: 1 mol de H<sub>2</sub>O contém 2 mols de átomos de H e 1 mol de átomos de O.

Portanto, *a razão entre as quantidades de matéria de todos os elementos de um composto fornece os subscritos na fórmula empírica do composto*. Assim, o conceito de mol possibilita um modo de calcular as fórmulas empíricas.



## 2. Cálculo de fórmulas mínimas

O **mercúrio** e o **cloro**, por exemplo, são combinados para formar um composto com 74,0% de mercúrio e 26,0% de cloro em massa. Assim, se tivéssemos uma amostra de 100,0 g do composto, ela teria 74,0 g de mercúrio e 26,0 g de cloro. (Podemos utilizar amostras de qualquer magnitude para problemas desse tipo, mas geralmente utilizamos 100,0 g para simplificar o cálculo da percentagem de massa.) Utilizando massas atômicas para obter massas molares, podemos calcular a quantidade de matéria de cada elemento na amostra:

$$(74,0 \text{ g de Hg}) \left( \frac{1 \text{ mol de Hg}}{200,6 \text{ g de Hg}} \right) = 0,369 \text{ mol de Hg}$$

$$(26,0 \text{ g de Cl}) \left( \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,5 \text{ g de Cl}} \right) = 0,732 \text{ mol de Cl}$$

Em seguida, dividimos o maior valor de quantidade de matéria pelo menor para obter a razão molar Cl:Hg:

$$\frac{\text{mols de Cl}}{\text{mols de Hg}} = \frac{0,732 \text{ mol de Cl}}{0,369 \text{ mol de Hg}} = \frac{1,98 \text{ mol de Cl}}{1 \text{ mol de Hg}}$$

Devido a erros experimentais, os valores calculados para uma razão molar podem não ser números inteiros, como no exemplo. No entanto, o numero 1,98 está muito próximo de 2 e, por isso, podemos certamente concluir que a fórmula empírica do composto é  $\text{HgCl}_2$ . A fórmula empírica está correta porque o subscrito é o menor número inteiro possível que expressa a *proporção* entre os átomos presentes no composto.

Dados:

Porcentagem  
em massa  
dos elementos

Supor 100 g  
de amostra

Gramas de  
cada elemento

Use  
massas  
atômicas

Encontrar:

Fórmula  
mínima

Calcular  
razão molar

Mols de  
cada elemento

(P) O ácido ascórbico (vitamina C) contém 40,92% de C, 4,58% de H e 54,50% de O em massa. Qual é a fórmula empírica do ácido ascórbico?

(Q) Uma amostra de 2,144 g de fosgênio, composto utilizado como arma de combate durante a Primeira Guerra Mundial, contém 0,260 g de carbono e 1,537 g de cloro.

Qual é a fórmula empírica dessa substância?

- (a)**  $\text{CO}_2\text{Cl}_6$ , **(b)**  $\text{COCl}_2$ , **(c)**  $\text{C}_{0,022}\text{O}_{0,022}\text{Cl}_{0,044}$ , **(d)**  $\text{C}_2\text{OCl}_2$ .

(R) Uma amostra de 5,325 g de benzoato de metila, composto utilizado na produção de perfumes, contém 3,758 g de carbono, 0,316 de hidrogênio, e 1,251 g de oxigênio. Qual é a fórmula empírica dessa substância?

## 4. Fórmula molecular a partir de fórmula mínima

Uma vez que conhecemos a fórmula mínima, precisamos da MM para encontrarmos a fórmula molecular.

- Os índices inferiores na fórmula molecular são sempre números inteiros múltiplos dos índices inferiores na fórmula mínima.

*A razão entre as quantidades de matéria de todos os elementos de um composto fornece os subscritos na fórmula empírica do composto.*

## **COMO DETERMINAR A FÓRMULA MOLECULAR A PARTIR DA FÓRMULA MÍNIMA**

(S) O mesitileno, um hidrocarboneto encontrado no petroleo bruto, tem a fórmula empirica  $C_3H_4$  e uma massa molecular determinada experimentalmente de 121 *uma*. Qual é a formula molecular do mesitileno?

(T) O cicloexano, um solvente orgânico bastante utilizado, tem em sua composição 85,6% de C e 14,4% de H, em massa, e massa molar de 84,2 g/mol. Qual é a formula molecular desse solvente?

- (a)  $C_6H$ , (b)  $CH_2$ , (c)  $C_5H_{24}$ , (d)  $C_6H_{12}$ , (e)  $C_4H_8$ .

(U) O etilenoglicol, substância usada em anticongelantes automotivos, tem em sua composição 38,7% de C, 9,70% de H e 51,6% de O em massa. Sua massa molar é de 62,1 g/mol. **(a)** Qual é a formula empírica do etilenoglicol? **(b)** Qual é sua formula molecular?

# Informações quantitativas a partir de equações balanceadas

- A equação balanceada fornece o número de moléculas que reagem para formar produtos.
- Interpretação: a proporção da quantidade de matéria de reagente necessária para se chegar à proporção da quantidade de matéria do produto.
- Essas proporções são denominadas *proporções estequiométricas*.

**NB: As proporções estequiométricas são proporções ideais**

- As proporções ideais de reagentes e produtos no laboratório devem ser medidas em gramas e convertidas para mols.

Dados:

Gramas da substância A

Utilize massa molar de A

Quantidade de matéria da substância A

Use coeficientes de A e B a partir da equação balanceada

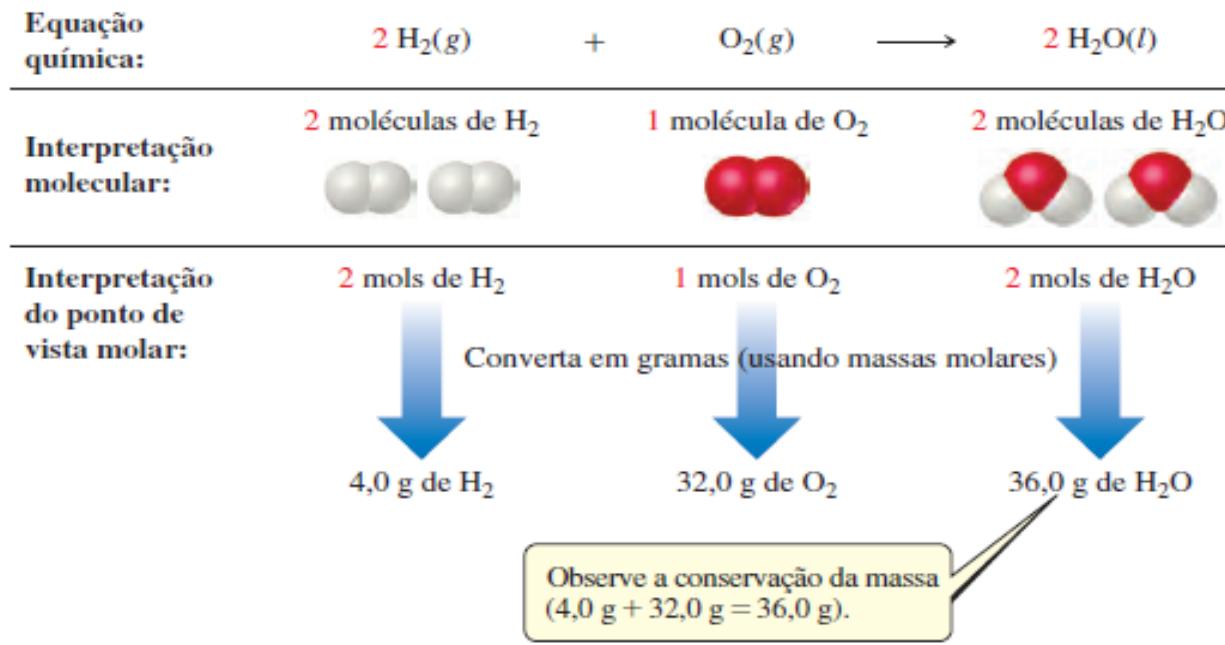
Encontrar:

Gramas da substância B

Utilize massa molar de B

Quantidade de matéria da substância B

# 5. Informações quantitativas a partir de equações balanceadas



Os coeficientes de uma equação química balanceada indicam, tanto os números relativos de moléculas (ou unidades de fórmula) na reação quanto o número relativo de mols.

## **5. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

Algumas vezes precisamos saber que quantidade de produto esperar em uma reação ou quanto reagente precisamos utilizar para fabricar a quantidade desejada de produto. Para fazer este tipo de calculo, você vai usar o aspecto quantitativo das reações químicas, denominado **estequiometria das reações**, na qual os coeficientes estequiométricos em uma reação química balanceada são interpretados com base nas quantidades relativas que reagem ou são produzidas.

Logo, os coeficientes estequiométricos na reação



indicam que, quando 1 mol de N<sub>2</sub> reage, 3 mols de H<sub>2</sub> são consumidos e produzem-se 2 mols de NH<sub>3</sub>. As quantidades relativas de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química são resumidas como **relações estequiométricas**

**1 mol de N<sub>2</sub>    3 mols de H<sub>2</sub>**

**1 mol de N<sub>2</sub> ≈ 2 mols de NH<sub>3</sub>**

O sinal ≈ é lido como “é quimicamente equivalente a”. De modo geral, reações diferentes têm relações estequiométricas distintas.

# **As previsões mol a mol**

A estequiometria tem aplicações importantes, como a estimativa da quantidade de produto que se forma em uma reação. Por exemplo, em algumas células a combustível usadas para gerar eletricidade, o oxigênio reage com o hidrogênio para produzir água. No ônibus espacial, a água gerada foi usada para o suporte a vida. Vejamos os cálculos que os projetistas da missão teriam de fazer para descobrir a quantidade de água formada quando 0,25 mol de O<sub>2</sub> reage com o gás hidrogênio.

A equação química da reação é

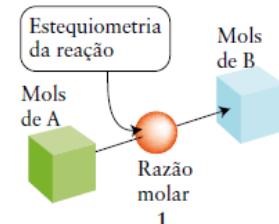


A informação de que 1 mol de O<sub>2</sub> reage para formar 2 mols de H<sub>2</sub>O é resumida, escrevendo a relação estequiométrica entre o oxigênio (a substância dada) e a água (a substância desejada):



Depois, esta relação estequiométrica é usada para criar um fator de conversão entre as duas substâncias:

$$\frac{\text{Substância desejada}}{\text{Substância fornecida}} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$



# ***As previsões mol a mol***

Este fator, comumente chamado de **razão molar** da reação, permite relacionar a quantidade de moléculas de O<sub>2</sub> à quantidade de moléculas de H<sub>2</sub>O produzidas. A **razão molar** é usada da mesma maneira que o fator de conversão de unidades:

$$\begin{aligned}\text{Quantidade de H}_2\text{O produzida (mol)} &= (0,25 \text{ mol de O}_2) \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2} \\ &= 0,50 \text{ mol de H}_2\text{O}\end{aligned}$$

Observe que a unidade mol e as espécies (neste caso, moléculas de O<sub>2</sub>) se cancelam.

*A equação química balanceada de uma reação serve para estabelecer a razão molar, o fator usado para converter a quantidade de uma substância na quantidade de outra.*

# As previsões massa a massa

Massa molar  
Massa de reagente → quantidade de reagente → Razão molar → quantidade de produto → Massa molar  
massa de produto

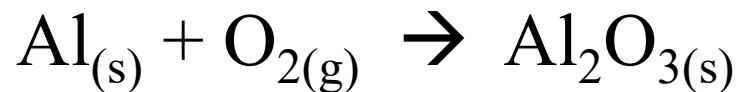
Para determinar a massa de produto que pode ser formada a partir da massa conhecida de um reagente, a massa do reagente (em gramas) é convertida em quantidade em mols utilizando sua massa molar. Após, a razão molar da equação balanceada é utilizada para estimar a quantidade de produto (em mols). Por fim, esta quantidade de produto é convertida em massa (em gramas) utilizando sua massa molar.

Em um cálculo massa a massa, converta a massa fornecida em quantidade de mols, aplique o fator de conversão mol a mol para obter a quantidade desejada e, por fim, converta a quantidade de mols em massa da substância desconhecida.

(V) Suponha que você esteja envolvido no projeto de uma siderúrgica. Diante da preocupação com o impacto ambiental do projeto, você precisa conhecer não apenas a quantidade de ferro que pode ser extraída do minério utilizado, como também a quantidade de dióxido de carbono produzida na extração. Você realiza alguns experimentos em laboratório para saber mais sobre o processo.

- (a) Que massa de óxido de ferro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , presente no minério de ferro, é necessária para produzir 10,0 g de ferro ao ser reduzida por monóxido de carbono ao metal ferro e ao gás dióxido de carbono em um alto-forno?
- (b) Que massa de dióxido de carbono é liberada na produção de 10,0 g de ferro?

(W) O alumínio metálico apesar de ser bem reativo, sofre um processo de passivação que protege o material contra a corrosão mais profunda. Essa passivação consiste na formação de uma fina camada de óxido de alumínio sobre a superfície do metal, o que impede a ação do oxigênio no interior. A reação de formação do óxido de alumínio pode ser dada por:

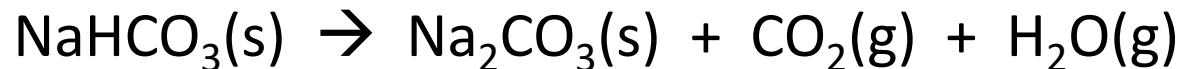


- a) (mol x mol) A quantidade de matéria (número de mols) de oxigênio necessária para reagir com 16 mols de alumínio:
- b) (massa x massa) A massa de óxido de alumínio formada a partir de 12 mols de alumínio:
- c) (massa x mol) A massa de oxigênio necessária para a produção de 10 mols de óxido de alumínio:
- d) (moléculas x mol) O número de moléculas de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  formadas a partir de 0,5 mol de alumínio.

(Y) Qual a massa de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) em gramas, necessária para a produção de 30 Kg de carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ), segundo a equação:



(X) O bicarbonato de sódio pode atuar como “fermento químico” na preparação de pães e bolos, por sofrer decomposição a temperaturas relativamente baixas (cerca de 100 °C). Esse processo é representado pela seguinte equação química não balanceada:



Uma padaria consumiu 4,2 Kg desse fermento na fabricação de bolos de chocolate. Qual a massa de carbonato de sódio produzida no final desse processo?

- a) 1325 g
- b) 2650 g
- c) 3975 g
- d) 5300 g
- e) 6525 g

(Z) A hemoglobina é uma metaloproteína que está presente nos glóbulos vermelhos. Uma molécula de hemoglobina se combina com quatro moléculas de oxigênio, o que permite o transporte de oxigênio pelo sistema circulatório. Considerando que 0,50 g de hemoglobina reage com  $3,0 \times 10^{-5}$  mol de O<sub>2</sub>, é correto afirmar que a massa molar da hemoglobina é, aproximadamente:

- a)  $1,45 \times 10^2$  g/mol.
- b)  $2,33 \times 10^3$  g/mol.
- c)  $6,67 \times 10^4$  g/mol.
- d)  $8,50 \times 10^5$  g/mol.
- e)  $9,05 \times 10^6$  g/mol.

# Os reagentes limitantes

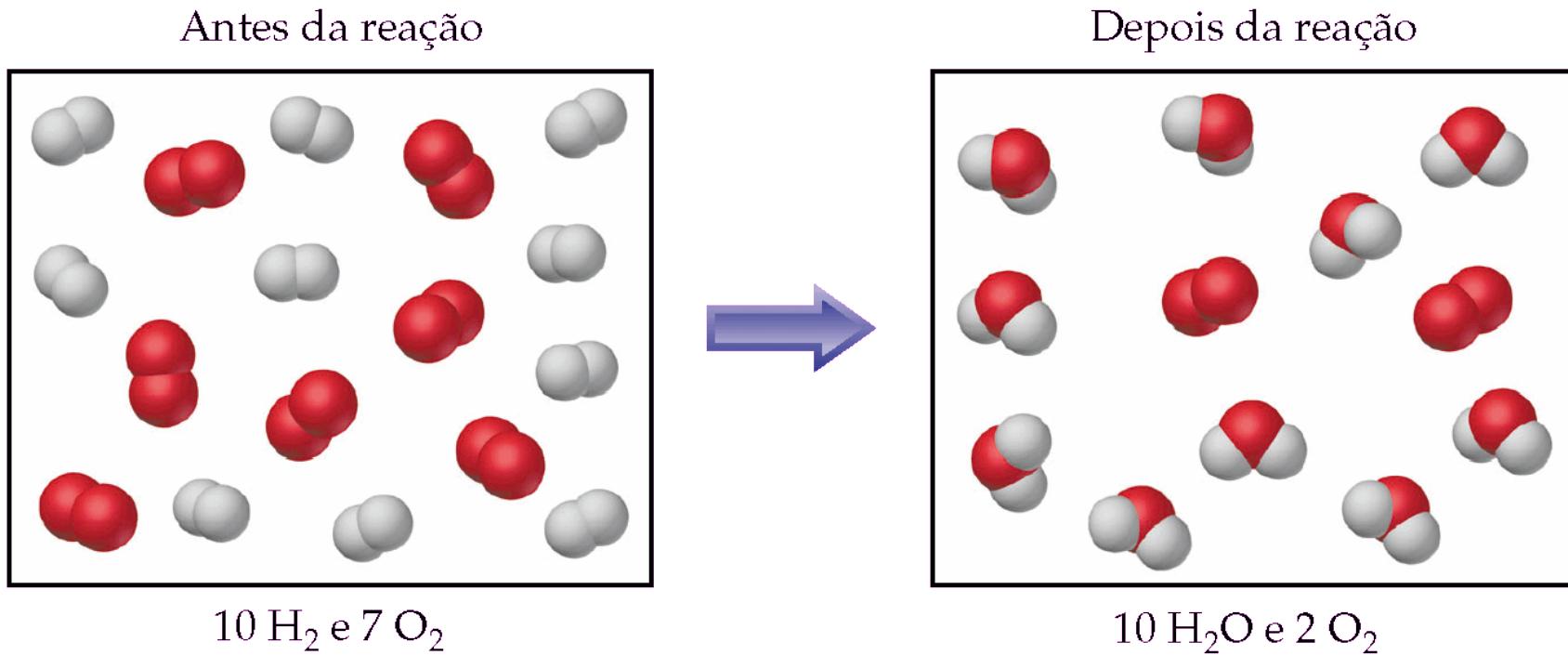
Os cálculos estequiométricos da quantidade de massa de produto formado em uma reação baseiam-se em uma visão ideal do mundo. Eles supõem, por exemplo, que as substâncias reagem exatamente como está escrito em uma equação química. Na prática, isso nem sempre acontece. Uma parte dos reagentes pode ser consumida em **reações competitivas**, isto é, reações que tem a mesma duração da que você está estudando e usam alguns dos mesmos reagentes. Outra possibilidade é que a reação não esteja completa quando as medidas são feitas. Uma terceira possibilidade é que muitas reações não se completam. Aparentemente, elas se interrompem quando certa parte dos reagentes foi consumida. Portanto, a quantidade real do produto pode ser inferior a que foi calculada a partir da estequiometria da reação.

- Se os reagentes não estão presentes em quantidades estequiométricas, ao final da reação alguns reagentes ainda estarão presentes (em excesso).
- **Reagente limitante:** um reagente que é consumido totalmente.



# Reagentes limitantes

Como o H<sub>2</sub> é completamente consumido, ele é o reagente limitante. Uma vez que algum O<sub>2</sub> permanece sem reagir após o final da reação, ele é o reagente em excesso. A quantidade de H<sub>2</sub>O formado depende da quantidade do reagente limitante, H<sub>2</sub>.



(RL.1) O carbeto de cálcio,  $\text{CaC}_2$ , reage com água para formar hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino (acetileno) na reação



No passado, esta reação era usada na queima de combustível nas lanternas presas aos capacetes de mineiros, porque os reagentes são facilmente transportados e o acetileno queima como uma chama brilhante (devido às partículas de carbono incandescente formadas).

- Qual é o reagente limitante quando 100 g de água reagem com 100 g de carbeto de cálcio?
- Que massa de etino pode ser obtida?
- Qual é a massa do reagente em excesso que permanece após o término da reação? Suponha que os reagentes sejam puros e que a reação atinge o término.

(RL.2) (a) Identifique o reagente limitante na reação



quando 5,52g de sódio são aquecidos com 5,10 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

(b) Que massa de alumínio pode ser produzida?

(c) Que massa de reagente em excesso permanece no final da reação?

(RL.3) a) Qual é o reagente limitante na preparação da uréia a partir da amônia na reação

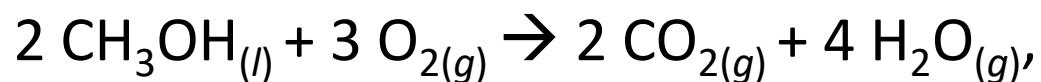


em que 14,5 kg de amônia estão disponíveis para reagir com 22,1 kg de dióxido de carbono?

(b) Que massa de uréia pode ser produzida?

(c) Que massa de reagente em excesso permanece ao final da reação?

(RL.4) Quando 24 mols de metanol e 15 mols de oxigênio são combinados na reação de combustão



qual é o reagente em excesso e quantos mols dele restam no fim da reação?

- (a)** 9 mols de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ ,
- (b)** 10 mols de  $\text{CO}_{2(g)}$ ,
- (c)** 10 mols de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ ,
- (d)** 14 mols de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ ,
- (e)** 1 mol de  $\text{O}_{2(g)}$ .

# Rendimentos Teórico e Percentual

A quantidade de produto calculada que se forma quando se consome todo o reagente limitante é chamada de **rendimento teórico**. Já a quantidade de produto obtida de fato, chamada de **rendimento real**, é quase sempre menor do que o rendimento teórico, e não pode ser maior. Há muitas razões que explicam essa diferença. Por exemplo, parte dos reagentes pode não reagir, ou pode reagir de maneira diferente da desejada (reações secundárias). Além disso, nem sempre é possível recuperar o produto a partir da mistura da reação. O **rendimento percentual** de uma reação refere-se aos rendimentos real e teórico, no caso:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$

(RP.1) Quando 24,0 g de nitrato de potássio foram aquecidos com chumbo, formaram-se 13,8 g de nitrito de potássio na reação Calcule o rendimento percentual de nitrito de potássio.



(RP.2) O ácido adípico,  $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$ , utilizado para produzir náilon, é fabricado comercialmente por meio de uma reação entre o cicloexano ( $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ) e o  $\text{O}_2$ :



- (a)** Considere que você realizou essa reação com 25,0 g de cicloexano e que o cicloexano é o reagente limitante. Qual é o rendimento teórico do ácido adípico?
- (b)** Se você obtiver 33,5 g de ácido adípico, qual é o rendimento percentual da reação?